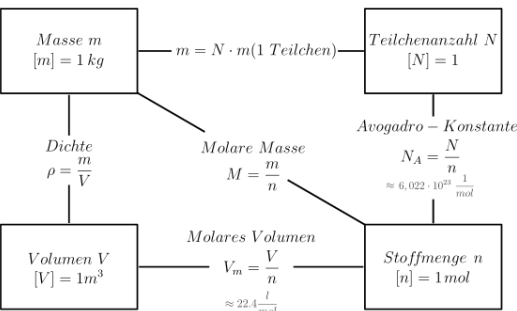


1. Basics

1.1 Umrechnungen, Beziehungen & Umrechnungen



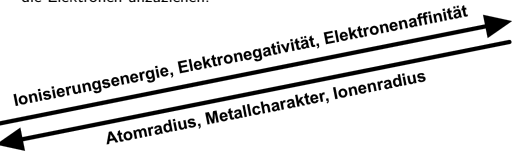
- 1. **Energie:**  $1\text{eV} = 1.602 \cdot 10^{-19}\text{J}$ ,  $1\text{cal} = 4.18\text{J}$
- 2. **Druck:**  $1\text{Pa} = 9.892\text{atm} = 1.0 \cdot 10^{-5}\text{bar} = 7.5 \cdot 10^{-3}\text{torr}$
- 3. **Stoffmenge:**  $1\text{mol} = 6.022 \cdot 10^{23}$  Teilchen (Avogadrokonst.)
- 4. **Länge:**  $1\text{\AA} = 10^{-10}\text{m}$
- 5. **Standardbedingungen Thermodynamik:**  $25^\circ\text{C} = 298\text{K}$ , 1bar, 1mol, 1 cal
- 6. **Standardbedingungen Elektrochemie:**  $25^\circ\text{C} = 298\text{K}$ , 1atm, Konzentration 1M

1.2 Allgemeines

- **Kinetische Energie:**  $E_{kin} = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$
- **Potentielle Energie:**  $E_{pot} = m \cdot g \cdot \Delta h$
- **Elektrostatische WW:**  $E_{el} = \frac{\kappa Q_1 Q_2}{d^3}$   $\kappa = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}$
- **Photonenenergie:**  $E_\gamma = h \cdot f = \frac{h \cdot c}{\lambda}$
- **de-Broglie-Wellenlänge:**  $\lambda = \frac{h \cdot v}{m \cdot v}$
- **spez. wärmekapazität:**  $C_s = \frac{m \cdot \Delta T}{m \cdot \Delta T}$

1.3 Trends im Periodensystem

- **Ionisierungsenergie:** Energie, die nötig ist, um ein Elektron aus der neutral geladenen Atom zu entfernen.
- **Elektronenaffinität:** Frei werdende Energie, wenn ein neutrales Atom ein Elektron aufnimmt.
- **Elektronegativität:** Die Elektronegativität ist ein Maß für das Bestreben eines Atoms, innerhalb eines Moleküls von benachbarten Atomen die Elektronen anzuziehen.



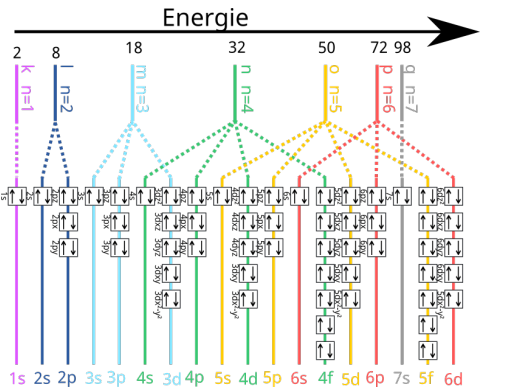
2. Atome

2.1 Quantenmechanik

- Ordnungszahl = #Protonen = #Elektronen
- Massenzahl = Anzahl Protonen + Anzahl Neutronen
- Elektronen haben Teilchen und Welleneigenschaften. Daraus folgt, dass sich Energie und Position eines Elektrons nicht mit der gleichen Genauigkeit bestimmen lassen (Heisenberg'sche Unschärferelation).
- Effektive Kernladung:**  $Z_{eff} = Z - S$
- $Z$  = Anzahl Protonen,  $S$  = Anzahl  $e^-$  auf innere Bahnen

Innerhalb einer Periode nimmt effektive Kernladung von links nach rechts zu. Daraus folgt, dass stärker an den Kern gebunden sind, der Atomradius nimmt ab.

2.2 Orbitale



- Orbitale mit dem gleichen n-Wert heissen Schalen.
- Orbitale mit dem selben n- und l-Werten heissen Unterschalen.
- Jede Schale mit Quantenzahl n hat n Unterschalen.
- Die Drehimpulszahl bestimmt die Form der Orbitale.
- Jede Unterschale hat  $2l + 1$  Orbitale.

**Hauptquantenzahl n:** Je grösser n, desto weiter ist das Elektron vom Kern entfernt.  $n \in [1, 2, 3, 4]$ , n bedingt l & m

**Drehimpulsquantenzahl l:** Bestimmt Form der Orbitale.  $l \in [0, n - 1]$

**Magnetische Quantenzahl  $m_l$ :** Beschreibt Orientierung des Orbitals im Raum  $m_l \in [-l, l]$

**Spinquantenzahl  $m_s$ :** Zu verstehen als Drehimpuls. Spin up  $\uparrow$ , Spin-down  $\downarrow$

- s-Orbital  $\rightarrow$  Kugelförmig.
- p-Orbital  $\rightarrow$  Hantelförmig.
- d-Orbital  $\rightarrow$  Meistens Vierblättriges Kleeblatt.

**Pauli-Prinzip:** Jedes Orbital kann von maximal zwei Elektronen besetzt werden (Eins mit Spin-up, eins mit Spin-down).

**Hund'sche Regel:** Möglichst viele Elektronen haben den gleichen Spin, weswegen es energetisch günstiger ist, wenn alle Orbitale der äussersten Schale gefüllt werden, als wenn die Hälfte dieser Orbitale ganz gefüllt werden.

Schale	n	l	Orbitaltyp	m	s	Anzahl der Quantenzustände
K	1	0	1s	0	$\pm 1/2$	2
L	2	0	2s	0	$\pm 1/2$	2
		1	2p	-1 0 +1	$\pm 1/2$	6
M	3	0	3s	0	$\pm 1/2$	2
		1	3p	-1 0 +1	$\pm 1/2$	6
		2	3d	-2 -1 0 +1 +2	$\pm 1/2$	10
N	4	0	4s	0	$\pm 1/2$	2
		1	4p	-1 0 +1	$\pm 1/2$	6
		2	4d	-2 -1 0 +1 +2	$\pm 1/2$	10
		3	4f	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	$\pm 1/2$	14

3. Chemische Bindungstypen

3.1 Kovalente Bindungen

Zwei Atome teilen sich ein Elektronenpaar. Bsp.:

**Oktettregel:** #Bindungen = 8 - #VE  
 Nur für Elemente der 1. & 2. Hauptgruppe gilt Oktettregel strikt. Ab dritten HG können Elemente auch mehr Bindungen eingehen.  
 !Bei H und He  $\rightarrow$  #Bindungen = 2 - #VE

3.2 Polarität & Dipolmoment

- $\Delta EN < 0.5$ : Gleichmässige Verteilung der Elektronen zwischen Atomen, kein Dipolmoment.
- $\Delta EN > 0.5$ : Polare Bindung,  $e^-$  näher beim elektronegativen Atom ( $\delta^-$ ). Ungleichmässige Verteilung der Elektronen  $\rightarrow$  Dipolmoment.

3.3 Formalladung

Wenn ein Atom mehr/weniger Bindungen macht, als nötig sind um ein VE-Oktett zu erreichen, resultiert eine Formalladung auf den Atom.  
**Bestimmung der Formalladung:**

1. Alle Bindungen im Molekül spalten (gleichmässige Aufteilung zwischen Bindungspartnern.)
2. Formalladung je Atom = #VE - # $e^-$  (nach Spaltung)
3. Formalladungen aufsummieren  $\rightarrow$  effektive Ladung des Moleküls.
4. **Homolytische Spaltung:** Bindung gleichmässig in der Mitte trennen

3.4 Bindungslänge & Bindungsstärke

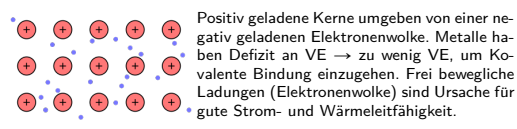
**Länge:** Dreifach < Doppelt < Einfach  
**Stärke:** Dreifach > Doppelt > Einfach  
**Ein Molekül ist am stabilsten, wenn:**

- am wenigsten Formalladungen.
- Formalladung nicht zu vermeiden sind, wenn geringste Ladungstrennung auftritt.
- negative (positive) Formalladungen auf elektronegativen (-positiven) Atomen.

3.5 Ionische Bindung

Ein Atom gibt einem anderen Atom Elektronen ab  $\rightarrow$  Kationen(+) und Anionen(-) entstehen. Bindung durch elektrostatische Anziehung. Ionische Bindung erst ab  $\Delta EN > 1.7$   
 Atom mit niedrigerer EN gibt Elektron ab  $\leftrightarrow$ .  
 Die freiwerdende Energie, wenn sich Anion & Kation im Gitter anordnen nennt man  $\Delta H_{Gitter}$

3.6 Metallische Bindung























4. Molekülmodelle

4.1 VSEPR

**Bestimmung des Modells:**

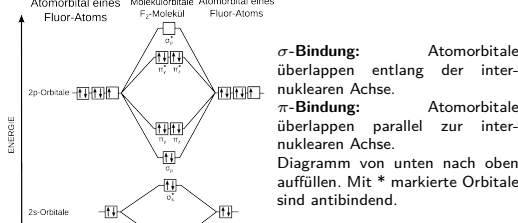
1. Zentralatom des Moleküls bestimmt.
2. Anzahl Liganden bestimmen
3. Bestimmung der freien Elektronenpaare  $\rightarrow$  Tabelle

**Bindungsordnung (BO)** =  $0.5 \cdot (\# e^- \text{ in bindenden MO} - \# e^- \text{ in anti-bindenden MO})$   
 Je höher BO, desto stabiler das System, stärker die Bindung und kürzer die Bindung.

Number of Electron Dense Areas	Electron-Pair Geometry	Molecular Geometry				
		No Lone Pairs	1 lone Pair	2 lone Pairs	3 lone Pairs	4 lone Pairs
	Linear 180°	 Linear				
	Trigonal planar 120°	 Trigonal planar	 Bent			
	Tetrahedral 109°	 Tetrahedral	 Trigonal pyramidal	 Bent		
	Trigonal bipyramidal 120°/90°	 Trigonal bipyramidal	 Sawhorse	 T-shaped	 Linear	
	Octahedral 90°	 Octahedral	 Square pyramidal	 Square planar	 T-shaped	 Linear

4.2 Molekül-Orbital-Modell

Bindung entsteht durch das Überlappen der Atomorbitale zweier Atome wodurch zwei neue Molekülorbitale gebildet werden.



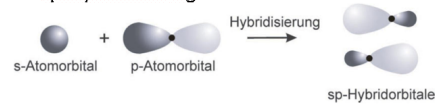
**Ferromagnetische Eigenschaften von Molekülen:**  
**Paramagnetisch:** Das Molekül hat ungepaarte Elektronen und wird daher von einem Magnetfeld angezogen.  
**Diamagnetisch:** Das Molekül hat keine ungepaarten Elektronen und wird daher von einem Magnetfeld leicht abgestossen.  
 1 Pfeil in Box  $\rightarrow$  Paramagnetisch, sonst Diamagnetisch

4.3 Hybridisierung

Verschmelzen von verschiedenen Orbitalen in einem Molekül.

- Bei der sp-Hybridisierung verschmelzen ein s- und ein p-Orbital miteinander. Bsp.: ethin ( $\text{HC}\equiv\text{CH}$ )
- Bei der  $sp^2$ -Hybridisierung kommt zu einer Hybridisierung eines s-Orbitals und zwei p-Orbitalen. Bsp.: Ethen ( $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ )
- Bei der  $sp^3$ -Hybridisierung verbindet sich ein kugelförmiges s- und drei hantelförmige p-Orbitale. Bsp.: Methan ( $\text{CH}_4$ )

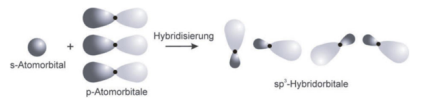
### Bei sp-Hybridisierung:



### Bei sp<sup>2</sup>-Hybridisierung:



### Bei sp<sup>3</sup>-Hybridisierung:



## 5. Aggregatzustände

### 5.1 Intermolekulare Wechselwirkungen

- Wasserstoffbrücken** (stark)  
Entstehen zwischen H und O, N, F Atomen
- Dipol-Dipol-Wechselwirkungen** (mittel)  
Entstehen durch polare Bindungen ( $\Delta EN > 0.5$ )
- Van-der-Waals-WW/Dispersionskräfte** (schwach)  
Entstehen durch temporäre Fluktuationen der Elektronen  $\rightarrow$  temporärer Dipol, **Gibts es immer**. Grosse und lange Moleküle haben die stärksten Dispersionskräfte.

### 5.2 Flüssigkeiten

**Gefrierpunktniedrigung:**  $\Delta T_f = K_f m$

$K_f$  = Kryoskopische Konst.  $m$  = Molalität  $\left[ \frac{mol}{kg} \right]$

Je tiefer die **Viskosität**, desto grösser die Mobilität der Moleküle. Viskosität proportional zur Stärke der WW. Je höher die Viskosität, desto dickflüssiger.

## 5.3 Ideale Gase

- Wir machen 2 Annahmen:
  - Gasteilchen wechselwirken nicht.
  - Gasteilchen haben kein Volumen.
- Ideales Gasgesetz:  $pV = nRT = NkT$
- Dichte  $\rho = M \frac{p}{V} = M \frac{p}{RT}$
- R ist die universelle Gaskonstante.
- Quadr. Mittelwert der Geschwindigkeit der Gasmoleküle:  $u_{rms} = \sqrt{3RT/M}$
- $M \left[ g \cdot mol^{-1} \right], d \left[ g \cdot L^{-1} \right], V \left[ L \right]$

Bei hohen Drücken verhalten sich Gase nicht mehr ideal  $\rightarrow$  korrigierte ideale Gasgleichung:

$$\left( p + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

**Partialdruck:** Der Partialdruck ist der Anteil eines Gases am Druck des betrachteten Gasgemisches. Partialdrücke einer Gasmischung sind immer kleiner als der Gesamtdruck.

$$p_i = n_i \cdot \frac{RT}{V} \quad \text{Gesamtdruck} = \Sigma \text{ aller Partialdrücke}$$

## 5.4 Osmotischer Druck

Der Druck der benötigt würde, um Fluss von Lösungsmittelteilchen zu unterdrücken heisst osmotischer Druck.

$$\Pi = \left( \frac{n}{V} \right) RT = MRT \quad M = \text{Molarität}$$

## 6. Thermodynamik

### 6.2 0. Hauptsatz

- Sind 2 Systeme wärmeleitend verbunden, dann haben beide Systeme die gleiche Temperatur. **Thermisches Gleichgewicht**.
- Wenn drittes System mit den anderen Systemen wärmeleitend verbunden ist  $\rightarrow$  drittes System hat gleiche Temperatur.

### 6.2 1. Hauptsatz

- Energie kann weder aus dem Nichts erzeugt werden, noch kann sie vernichtet werden **Energieerhaltung**.
- Energie kann von einem System nur mit der Umgebung mittels Wärme oder Arbeit ausgetauscht werden.
- Der 1. Hauptsatz der Thermodynamik verbindet die innere Energie eines Systems mit der am System/vom System verrichteten Arbeit und der aufgenommenen/abgegebenen Wärme:  
 $\Delta U = \Delta W + \Delta Q$   
 $\Delta E < 0 \rightarrow$  exergon,  $\Delta E > 0 \rightarrow$  endergon  
 $Q = \text{Wärme}$   $W = \text{Arbeit}$   $U = \text{Innere Energie (manchmal E)}$

### 6.3 2. Hauptsatz

**Entropie:** Mass an Unordnung. Ist eine Zustandsfunktion

- irreversibler Prozess:  $\Delta S > 0$ , reversibler Prozess  $\Delta S = 0$
- Die Entropie nimmt immer zu.

$$\Delta S = \frac{q_{rev}}{T} = S_{Ende} - S_{Anfang}$$

$$\Delta S = nR \cdot \ln \left( \frac{V_{Ende}}{V_{Anfang}} \right)$$

$q_{rev}$  = Wärmemenge bei reversiblen Prozess

## 6.5 Gibbs Energie $\Delta G$

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$
$$\Delta G_{rxn} = \Delta G_{Produkte} - \Delta G_{Edukte}$$
$$\Delta G_f^0 = 0 \text{ für Elemente}$$

- Spontan:**  $\Delta G < 0$ , **Nicht spontan:**  $\Delta G > 0$

$\Delta H$	$\Delta S$	$-\Delta H$	$\Delta G$	Reaktion Char.
-	+	-	-	Spontan bei allen T
+	-	+	+	Nicht spontan
-	-	+	+/-	Spontan bei low T, Nicht spontan bei high T
+	+	-	+/-	Spontan bei high T, Nicht spontan bei low T

## 6.4 Enthalpie $\Delta H$

Bei konstantem Druck aufgenommenen/ abgegebenen Wärmemenge  
 $\Delta H = \Delta E + p\Delta V = (q_p + w) - w = q_p$

- Endotherm:  $\Delta H > 0$  (System nimmt Wärme auf)
- Exotherm:  $\Delta H < 0$  (System gibt Wärme ab)

**Reaktionsenthalpie:**

$$\Delta H = \Delta H_{Produkte} - \Delta H_{Edukte}$$

**Bildungsenthalpie:**

$$\Delta H_f = \sum n \cdot H_f(\text{Produkte}) - \sum m \cdot H_f(\text{Edukte})$$

$n, m$  = Anzahl Moleküle

Falls Edukt/Produkt nur 1 Element  $\rightarrow H_f = 0$

**Intensive Zustandsgrößen:** Druck, absolute Temperatur

**Extensive Zustandsgrößen:** Volumen, Stoffmenge, Entropie

**Thermodynamische Potentiale (Zustandsgrößen):** innere Energie, freie Energie, Enthalpie, Gibbs-Energie

**Prozessgrößen:** Wärme, Arbeit

**Satz von Hess:**  $\Delta H_{rxn} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \dots + \Delta H_n$

## 7. Kinetik

### 7.1 Reaktionsgeschwindigkeit

$$-aV - bB - (\dots) + cC + dD + (\dots) = 0$$

$$\text{Reaktionsgesetz: } r = \frac{1}{\nu} \frac{d[X_i]}{dt} = k \prod [N_i]^{\nu_i} \quad (1)$$

$\nu$  = Stöchiometrischer Koeffizient, für Edukte + für Produkte -  
 $k = A \cdot \exp \left( -\frac{E_a}{RT} \right)$   $A$ =Frequenzfak.,  $E_a$ =Aktivierungsenergie,  $k$  = Geschwindigkeitskoeffizient.

**Bestimmung der reaktionsgeschwindigkeit an Bildungsgeschwindigkeit**

- Schauen, von welchem Molekül Geschwindigkeit gefragt, von welchem gegeben
- Koeffizienten der betroffenen Moleküle merken
- In 1 einsetzen und nach gesuchter Geschwindigkeit auflösen

### 7.2 Reaktionsordnung

Reaktionsordnung bezüglich eines Edukts = Betrag seines stöch. Koeffizienten. Gesamtordnung = Summe aller Ordnungen der Edukte.

Bsp.,  $NH_4^+ + NO_2^- \rightarrow N_2 + 2H_2O$  mit

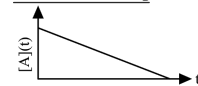
$$\text{Geschwindigkeitsgesetz: } r = k[NH_4^+]^1[NO_2^-]^1$$

$$m_{NH_4^+} = 1; \quad m_{NO_2^-} = 1; \quad m_{N_2} = 0; \quad m_{H_2O} = 0$$

Gesamtordnung der Reaktion ist:  $m_{tot} = \sum m_i = 2$

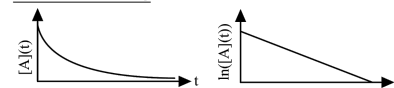
- 0. Ordnung:** konzentrationsunabhängig
- 1. Ordnung:** Abhängig von Konzentration 1 Reaktanten
- 2. Ordnung:** Abhängig von Konzentration 2 Reaktanten

**Reaktion 0. Ordnung**



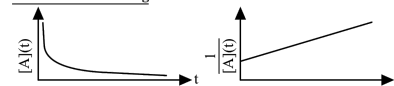
$$\begin{aligned} A &\rightarrow \text{Produkte} \\ r &= -\frac{d[A]}{dt} = k \\ [A]_t &= [A]_0 - kt \\ t_{1/2} &= \frac{[A]_0}{2k} \end{aligned}$$

**Reaktion 1. Ordnung**



$$\begin{aligned} A &\rightarrow \text{Produkte} \\ r &= -\frac{d[A]}{dt} = k[A] \\ [A]_t &= [A]_0 e^{-kt} \\ t_{1/2} &= \frac{\ln(2)}{k} = \frac{0.693}{k} \end{aligned}$$

**Reaktion 2. Ordnung**



$$\begin{aligned} A &\rightarrow \text{Produkte} \\ r &= -\frac{1}{2} \frac{d[A]}{dt} = k[A]^2 \\ \frac{1}{[A]_t} &= 2kt + \frac{1}{[A]_0} \\ t_{1/2} &= \frac{1}{[A]_0 2k} \end{aligned}$$

## 7.3 Molekularität einer Reaktion

Anzahl der an Elementarreaktionen teilnehmenden Molekülen.

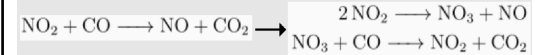
**Elementarreaktion:** Einzeler, irreversibel Schritt.

Unimolekular:  $A \rightarrow \text{Produkten}$

Bimolekular:  $A + B \rightarrow \text{Produkten}$

Trimolekular:  $2A + B \rightarrow \text{Produkten}$

**Mehrstufige reaktion:** Reaktion aus mehreren Elementarreaktion Bsp.:



**Geschwindigkeitsgebender Schritt:** Einzelne Elementarreaktionen oftmals nicht gleich schnell  $\rightarrow$  Geschwindigkeit annäherbar durch Geschwindigkeit des langsamsten Schritts.

**Reaktions und Geschwindigkeitsgesetz bestimmen:**

- Alle Gleichungen addieren, Gleiches kürzen  $\rightarrow$  Reaktion
- Produkte langsamster reaktion  $\rightarrow$  Geschwindigkeitsgesetz

- Qualitative Temperaturabhängigkeit von k:**

Die Erhöhung der Temperatur um  $10^\circ C$  hat eine Verdoppelung der reaktionsgeschwindigkeit  $r$  bzw. des Geschwindigkeitskoeffizient  $k$  zur Folge.

- Qualitative Temperaturabhängigkeit von k:**

$$k(T) = A \cdot \exp \left( -\frac{E_a}{RT} \right) \quad \ln(k(T)) = -\frac{E_a}{RT} + \ln(A)$$

## 8. Säure und Basen

### Allgemein

Für die Reaktion  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$$K = \frac{k_{Hin}}{k_{Rück}} = \frac{[\text{Produkte}]}{[\text{Edukte}]} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$K \gg 1 \rightarrow$  GGW rechts  $K \ll 1 \rightarrow$  GGW links

### 8.1 Prinzip von le Châtelier

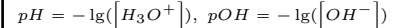
- Konzentrationsänderung:** Erhöhung der Reaktanten führt zu Beschleunigung der Hin-Reaktion
- Druckänderung:** Wird Druck in System erhöht  $\rightarrow$  GGW verschiebt sich in Richtung Seite mit weniger teilchen.
- Temperaturänderung:** Endotherme Reaktion wird bei Erhöhung bevorzugt.

### 8.2 Brönsted-Definition

S-B-Reaktion sind GGW-Reaktionen.



- Säuren geben  $H^+$  ab (Protonendonatoren).
- Basen nehmen  $H^+$  auf (Protonenakzeptoren).
- Schwache Säure:  $K < 1$   
GGW bei  $H A$
- Starke Säure:  $K \gg 1$   
GGW bei  $A^-$



$$pH = -\lg([H_3O^+]), \quad pOH = -\lg([OH^-])$$

$$14 = pOH + pH$$

$$K_s = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

### 8.3 PH-Skala $pK_S = -\log K_S$

- Saure Lsg. pH-Wert  $< 7$
- Basische Lsg. pH-Wert  $> 7$
- hoher  $K_S \rightarrow$  starke Säure
- tiefer  $K_S \rightarrow$  starke Base

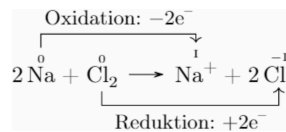
**pH-Wert bestimmen:**  $pH = -\log(c([Säure])) = 14 - pOH$

### 8.4 Redoxreaktion

#### Allgemeines

- Reaktion bei welcher Elektronen zwischen reaktionspartnern ausgetauscht werden
- Oxidation:** Abgabe von  $e^-$ , Oxidationszahl wird erhöht (Reduktionsmittel wird oxidiert).
- Reduktion:** Annahme von  $e^-$ , Oxidationszahl wird gesenkt (Oxidationsmittel wird reduziert).

**Oxidationszahl:**  $\pm \#$  VE eines Atoms-#Elektronen verbleibend am Atom nach heterolytischer Spaltung:



### 8.5 Heterolytische Spaltung

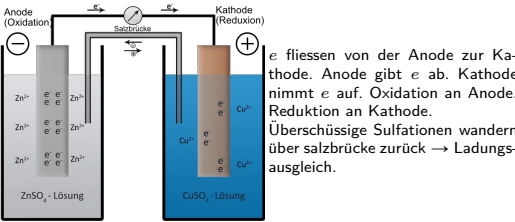
Beispiel

$\text{N}=\text{C}=\text{S}^-$   
Heterolytische Bindungsspaltung:  
 $\text{:N:}$  #VE - e nach het.Sp. = 5 - 8 = -III  
 $\text{C}$  #VE - e nach het.Sp. = 4 - 0 = +IV  
 $\text{:S:}$  #VE - e nach het.Sp. = 6 - 8 = -II  
Kontrolle: Die Oxidationszahlen summieren sich zu -I, was auch der effektiven Ladung des Moleküls entspricht.

1. Gesamtladung = Summe der Oxidationszahlen.
2. Homonukleare Moleküle An haben die Oxidationszahl
3. Bei einatimigen Ionen: Ladung = Oxidationszahl.
4. Wasserstoff am Metall → Hydrid (-I)
5. Wasserstoff am Nichtmetall → Proton (+I)
6. Sauerstoff oft -II
7. Fluor immer -I, da elektronegativestes Element

**Oxidationsmittel:** Stoff, welcher andere Stoffe oxidiert und dabei selbst reduziert wird, da er gerne Elektronen aufnimmt. **Reduktionsmittel:** Stoff, welcher andere Stoffe reduziert und dabei selbst oxidiert wird, da er gerne Elektronen abgibt.

### 8.6 Galvanische Zelle



Die Zellspannung  $E_{Zelle}$  gibt Unterschied zwischen den Elektrodenpotentialen wieder. Der Unterschied in diesem Potential ist die EMK. Zellspannung in Volt.  $E_{Zelle} = E_{Red}(Kat.) - E_{Red}(Ano.) = E_{Red}(Red) - E_{Red}(Ox)$